3

ആറ്റം ഘടനയും പീരിയോഡിക് ടേബിളും

നാം മുമ്പ് പഠിച്ചത്

- ആറ്റത്തിൽ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസ്സും അതിനുചുറ്റും വിവിധ ഷെല്ലുകളിൽ കറങ്ങിക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളും കാണുന്നു.
- ഓരോ ഷെല്ലിനും ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ പരമാവധി എണ്ണം $2n^2$ ആണ്.
- മൂലകങ്ങളുടെ രാസ-ഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമിക നമ്പറിനെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.
- മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമികവലിപ്പം, ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി, ഇലക്ട്രോ പോസിറ്റീവ് സ്വഭാവം, സംയോജകത എന്നിവയിൽ പീരി യോഡിസിറ്റി കാണുന്നു.
- ഓരോ മൂലകത്തിന്റെയും രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ഏർപ്പെടാനുള്ള കഴിവു വ്യത്യസ്തമാണ്.

ആറ്റം ഘടനയും പീരിയോഡിക് ടേബിളും

നൂറ്റിപത്തിലേറെ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. ഇവയുടെ രാസഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ നിർവ്വചിക്കുകയും ചെയ്തിട്ടുണ്ട്. മൂലകങ്ങളുടെ രാസഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ പ്രവചിക്കാൻ കഴിയുംവിധമാണ് അവയെ പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്. പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥാനം അറിഞ്ഞാൽ അതിന്റെ ഗുണങ്ങൾ കണ്ടെത്താനും, ഗുണങ്ങൾ അറിയാവുന്ന ഒരു മൂലകം പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ ഏതുസ്ഥാനത്തുവരും എന്നു പറയാനും കഴിയും. വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റം ഘടനയിലുള്ള സാമ്യവ്യത്യാസങ്ങളാണ് പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ അവയുടെ വിന്യാസത്തിന് അടിസ്ഥാനം.

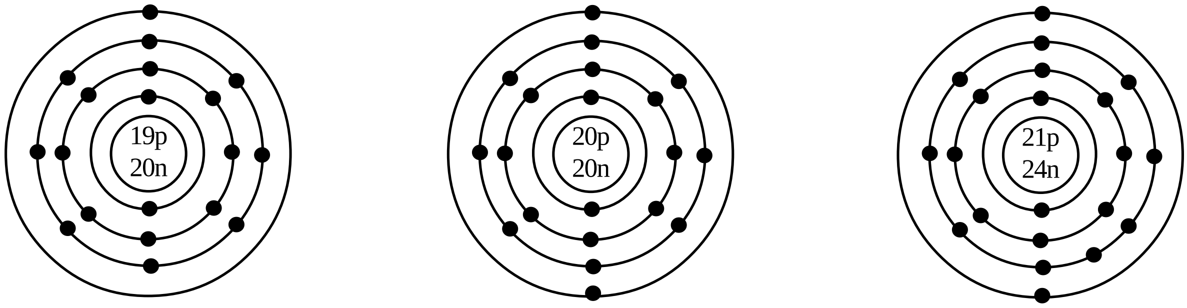
അതിസൂക്ഷ്മ കണങ്ങളാണ് ആറ്റങ്ങൾ. പത്തുലക്ഷം ആറ്റങ്ങൾ ഒന്നിനു പുറകെ ഒന്നായി അടുക്കിയാൽ **1 mm** നീളം മാത്രമേ വരുകയുള്ളൂ. അത്ര ചെറിയ ഈ കണങ്ങളുടെ ഘടന എങ്ങനെയാണു കണ്ടെത്തുന്നത്? അതീവ ശക്തിയുള്ള സൂക്ഷ്മദർശിനികൾ ഉപയോഗിച്ചാൽപോലും കാണാൻ കഴിയാത്ത ആറ്റത്തിന്റെ ഉൾഘടനയെക്കുറിച്ചു ചില പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ ധാരണകൾ രൂപീകരിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഈ ധാരണകളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആറ്റങ്ങളുടെയും മൂലകങ്ങളുടെയും സ്വഭാവം വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയും.

ആറ്റത്തിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസ്സിനു ചുറ്റുമുള്ള വിവിധ ഷെല്ലുകളിലായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്നു നിങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. ഇത് ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ്. ന്യൂക്ലിയസ്സിൽനിന്നുള്ള അകലം വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോണുകളുടെമേൽ ന്യൂക്ലിയസ്സിനുള്ള ആകർഷണം കുറഞ്ഞുവരുന്നു. അതിനാൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം കൂടുന്നു. അതായത് ഒന്നാമത്തെ ഷെല്ലായ **K** ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണിനായിരിക്കും ഊർജം ഏറ്റവും കുറവ്. തുടർന്ന് **L, M, N** എന്നിങ്ങനെ ഷെല്ലുകളിൽ ഉള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഊർജം കൂടിവരുന്നു. അതിനാൽ ഓരോ ഷെല്ലിനേയും ഓരോ ഊർജനിലയായി കണക്കാക്കാം. ഓരോ ഷെല്ലിലും ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം $2n^2$ എന്ന സൂത്രവാക്യമുപയോഗിച്ചു കണക്കാക്കാൻ പഠിച്ചിട്ടുണ്ടല്ലോ. **K, L, M, N** എന്നീ ഷെല്ലുകളിൽ ഓരോന്നിലും ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം ഒരു പട്ടികയാക്കി സയൻസ് ഡയറിയിൽ രേഖപ്പെടുത്തൂ.

ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം മുതൽ 110 ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള **ഡാംസ്റ്റാഡ്ഷ്യം** (Darmstadtium-Ds) ആറ്റം വരെ നമുക്കു പരിചിതമാണ്. (ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും സ്വതന്ത്രമായി വിന്യസിച്ചിരിക്കുകയല്ല.) ഇലക്ട്രോണുകൾ ആറ്റത്തിൽ വിന്യസിച്ചിരിക്കുന്നത് ചില പൊതു നിയമങ്ങൾ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ്.

ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം - ഷെല്ലിലും സബ്ഷെല്ലിലും

താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ബോർ മാതൃക പരിശോധിച്ചു പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൂ.



പൊട്ടാസ്യം　　　കാൽസ്യം　　　സ്കാൻഡിയം

ചിത്രം 3.1

മൂലകം	ഷെല്ലുകൾ			
	K	**L**	**M**	**N**
$_{19}$**K**				
$_{20}$**Ca**				
$_{21}$**Sc**				

പട്ടിക 3.1

- പൊട്ടാസ്യത്തിന്റെയും കാൽസ്യത്തിന്റെയും ആറ്റങ്ങളിൽ അവസാനത്തെ ഇലക്ട്രോൺ വന്നുചേരുന്നത് ഏതു ഷെല്ലിലാണ്? എന്തുകൊണ്ട്? സ്കാൻഡിയത്തിലോ?

- ഇലക്ട്രോണുകൾ ആറ്റത്തിനുള്ളിൽ അനിയന്ത്രിതമായി വിതരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുകയല്ല. ചില പ്രത്യേക മേഖലകളിലാണ് ഇലക്ട്രോണുകൾ കാണപ്പെടാൻ സാധ്യത കൂടുതലുള്ളത്. ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സ്ഥാനികോർജത്തെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ് അവ എവിടെ കാണപ്പെടുന്നു എന്ന് നിശ്ചയിക്കുന്നത്.

ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനികോർജം കൂടുന്തോറും അത് ന്യൂക്ലിയസിൽനിന്ന് കൂടുതൽ ദൂരത്തിലായിരിക്കും സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നത്. ഇലക്ട്രോണുകൾ കാണപ്പെടാൻ ഏറ്റവും കൂടുതൽ സാധ്യതയുള്ള മേഖലകളുണ്ട്. ഇവ ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും ഒന്നിനു പുറത്ത് ഒന്നായുള്ള ആവരണം പോലെയാണ്.

ഒരു ചെറിയ ഗോലി ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു പന്ത് കുറേക്കൂടെ വലിയ പന്തിനുള്ളിലും അതു വീണ്ടും വലിയ പന്തുകൾക്കുള്ളിലും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നത് സങ്കല്പിച്ചുനോക്കൂ. പുറമേയുള്ള പന്തുകൾ ഓരോ മേഖലകളായി കണക്കാക്കാം. ആറ്റത്തിനുള്ളിൽ ഇലക്ട്രോൺ കാണപ്പെടാൻ ഏറ്റവും സാധ്യതയുള്ള ഇത്തരം മേഖലകളാണ്. ഇവയെ ഷെല്ലുകൾ എന്നു വിളിക്കാം. ഷെല്ലുകൾ എന്നത് ഭൗതിക വസ്തുക്കളല്ല എന്നു മനസ്സിലാക്കേണ്ടതാണ്. ഇലക്ട്രോണുകൾ കാണപ്പെടാൻ ഏറ്റവും സാധ്യതയുള്ള മേഖലകളുടെ രൂപം മാത്രമാണ് അവ. ഏറ്റവും സ്ഥാനികോർജം കുറഞ്ഞ ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസ്സിനു ഏറ്റവും അടുത്ത ഷെല്ലിലാണ് കാണപ്പെടുക. സ്ഥാനികോർജം കൂടുന്തോറും ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസ്സിൽനിന്ന് കൂടുതൽ അകലമുള്ള ഷെല്ലുകളിൽ വിന്യസിക്കപ്പെടുന്നു.

ഒരു ഷെല്ലിൽ ഒന്നിൽകൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ളപ്പോൾ അവയുടെ സ്ഥാനികോർജം അനുസരിച്ചാണ് വിന്യസിക്കപ്പെടുന്നത്. ഏറ്റവും സ്ഥാനികോർജം കുറഞ്ഞ ഇലക്ട്രോൺ ഷെല്ലിന്റെ ഏറ്റവും താഴത്തെ തലത്തിലും (അ

തായത് ന്യൂക്ലിയസിനു ഏറ്റവും അടുത്ത്) സ്ഥാനികോർജം കൂടിയവ, അതിനു മുകളിലുള്ള തലങ്ങളിലും വിന്യസിക്കപ്പെടുന്നു. മറ്റൊരു വിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ന്യൂക്ലിയസ്സിനു ചുറ്റും ഇലക്ട്രോൺ കാണപ്പെടാൻ സാധ്യതയുള്ള മേഖലകൾ ഒന്നിനു പുറമെ മറ്റൊന്നായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ, ഓരോ ഷെല്ലിനുള്ളിലും, ഇത്തരം ഊർജമേഖലകൾ ഒന്നിനു പുറമെ ഒന്നായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഇവയെ സബ്ഷെല്ലുകൾ എന്നു വിളിക്കാം.

ഇവ **s, p, d, f** എന്നിങ്ങനെ നാമകരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

ഷെല്ലുകളെപ്പോലെ ഓരോ സബ്ഷെല്ലിനും ഒരു നിശ്ചിതഎണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമാണ് ഉൾക്കൊള്ളാവുന്നത്. s സബ്ഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 2 ആണ്. ഷെല്ലും അതിൽ കാണപ്പെടുന്ന സബ്ഷെല്ലുകളും താഴെ പട്ടികയിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിച്ചു പട്ടിക പൂർത്തിയാക്കൂ.

- L ഷെല്ലിലെ 8 ഇലക്ട്രോണുകളിൽ 2 എണ്ണം s സബ്ഷെല്ലിൽ ആണെങ്കിൽ p സബ്ഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ എത്ര?
- ഏത് ഷെല്ലിലാണ് p സബ്ഷെൽ ഇല്ലാത്തത്?
- d, f എന്നീ സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ എത്ര?

സബ്ഷെല്ലുകൾക്ക് s, p, d, f എന്ന് പേരു കൊടുത്തിരിക്കുന്നത് അറ്റോമിക ഘടനയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട sharp, principal, diffuse, fundamental എന്നീ വാക്കുകളിലെ ആദ്യത്തെ അക്ഷരങ്ങളാണ്. ഇതുവരെ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ളതിൽ ഏറ്റവും വലിയ അറ്റോമിക നമ്പറുള്ള മൂലകം 118-ാമത്തെ മൂലകമാണ്. ഇതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസംവരെ എഴുതാൻ s, p, d, f സബ്ഷെല്ലുകൾ മതിയാകും. അഞ്ചാമതൊരു സബ്ഷെല്ലുണ്ടെങ്കിൽ അതിനെ g എന്നു പേരിട്ടു വിളിക്കുന്നു.

ഷെൽ നമ്പർ	**1**	**2**		**3**			**4**			
ഷെല്ലിന്റെ പേര്	**K**	**L**		**M**			**N**			
പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം	**2**	**8**		**18**			**32**			
സബ്ഷെൽ	**s**	**s**	**p**	**s**	**p**	**d**	**s**	**p**	**d**	**f**
സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ	**2**	**2**	–	–	–	–	–	–	–	–

പട്ടിക 3.2

- എല്ലാ ഷെല്ലുകളിലും കാണപ്പെടുന്ന പൊതുവായ സബ്ഷെൽ ഏതാണ്?
- രണ്ടാമത്തെ ഷെല്ലിലുള്ള സബ്ഷെല്ലുകൾ ഏവ?
- ഷെൽ നമ്പറും സബ്ഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണവും തമ്മിൽ ബന്ധമുണ്ടോ?

ഒരു ഷെല്ലിൽതന്നെയുള്ള സബ്ഷെല്ലുകൾക്ക് ഊർജനിലയിൽ വ്യത്യാസമുണ്ട്. ഉദാഹരണമായി 4-ാമത്തെഷെല്ലിലെ സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്നക്രമം ഇങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം.

4s < 4p < 4d < 4f

വിവിധ ഷെല്ലുകളിൽ ഒരേ പേരിലുള്ള സബ്ഷെല്ലുകൾ ഉണ്ടെന്ന് പട്ടികയിൽനിന്നു കണ്ടെത്തിയല്ലോ. ഇവ ഏതു ഷെല്ലിലേതാണെന്നു വേർതിരിച്ച് സൂചിപ്പിക്കാൻ ഷെൽനമ്പറുമായി ചേർത്ത് എഴുതണം. വിവിധ ഷെല്ലുകളിലെ s സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്ന ക്രമം ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

1s < 2s < 3s < 4s

അഞ്ചാം ഷെല്ലിലെ സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്ന ക്രമം എഴുതിനോക്കൂ.

5s < ....

സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം

ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഷെല്ലിലേക്കു കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ വന്നുചേരുമ്പോൾ അതു വിവിധ ഉപഊർജനിലകളിലാണ് ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നത്. അതായത് ആറ്റത്തിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ വന്നുചേരുന്നത് സബ്ഷെല്ലിലാണ്. സബ്ഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺപൂരണം എങ്ങനെ നടക്കുന്നുവെന്നു നോക്കാം.

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ കാര്യമെടുക്കൂ. ഇതിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമാണല്ലോ ഉള്ളത്. ഇത് ഒന്നാമത്തെ ഷെല്ലിലെ s സബ്ഷെല്ലിൽ വന്നുചേരുന്നു. ഹൈഡ്രജന്റെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം ഇങ്ങനെ രേഖപ്പെടുത്താം.

$1S^1$

മുഖ്യ ഊർജ്ജനില — 1
സബ്ഷെൽ — S
ഇലക്ട്രോണിന്റെ എണ്ണം — 1

(വൺ എസ് വൺ എന്നാണ് വായിക്കേണ്ടത്)

ഇനി ഹീലിയത്തിന്റെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം നോക്കൂ. $1s^2$

തുടർന്നുവരുന്ന ചില മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺക്രമം പൂരിപ്പിക്കുക.

മൂലകം	ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം	സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
$_3Li$	2, 1	$1s^2, 2s^1$
$_6C$	2, 4	$1s^2, 2s^2, 2p^2$
$_{10}Ne$		
$_{11}Na$		
$_{13}A1$	2, 8, 3	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
$_{17}CI$		
$_{18}Ar$		
$_{19}K$	2, 8, 8, 1	
$_{20}Ca$		

പട്ടിക 3.3

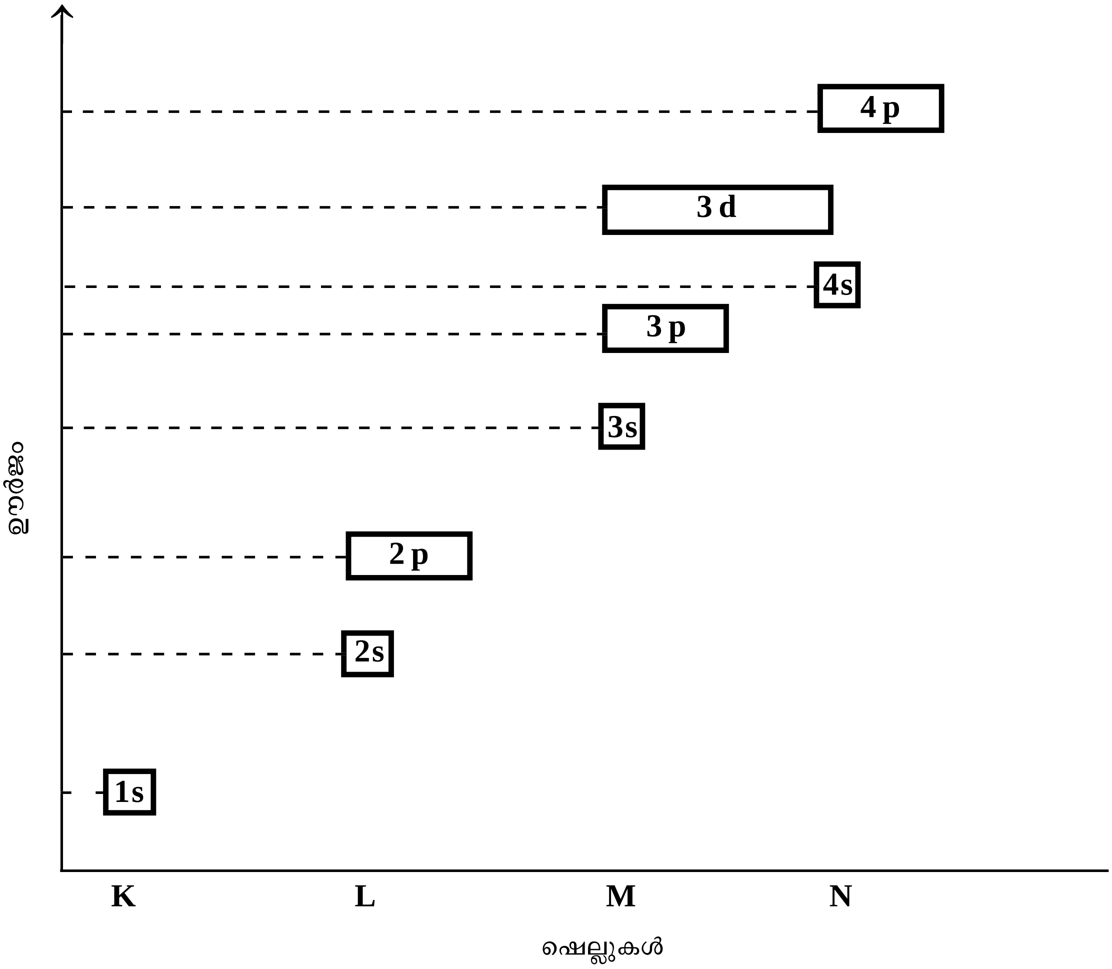
പൊട്ടാസ്യം ആറ്റത്തിന്റെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം പരിശോധിക്കൂ.

$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$

മൂന്നാം ഊർജനിലയിൽ s, p സബ്ഷെല്ലുകൾ കൂടാതെ 'd' സബ്ഷെൽകൂടി ഉണ്ടല്ലോ? എന്തുകൊണ്ടാണ് ഇതിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണുകൾ പോകാതെ അടുത്ത സബ്ഷെല്ലായ 4s ലേക്കു പോകുന്നത്? സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം സൂചിപ്പിക്കുന്ന ചിത്രം 3.2 വിശകലനം ചെയ്തു നോക്കൂ.

- 3d, 4s സബ്ഷെല്ലുകൾ പരിഗണിച്ചാൽ ഏതിനാണ് ഊർജം കുറവ്?
- പൊട്ടാസ്യത്തിലെ അവസാനത്തെ ഇലക്ട്രോൺ വന്നുചേരുന്നത് ഏത് സബ്ഷെല്ലിലാണ്?

സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്ന ക്രമത്തിലാണ് ഇലക്ട്രോൺപൂരണം നടക്കുന്നത്. ഇത് **ആഫ്ബാതത്വം** (Aufbau principle) എന്നറിയപ്പെടുന്നു.



ചിത്രം 3.2

ക്രോമിയവും കോപ്പറും

$_{24}$**Cr**, $_{29}$**Cu** എന്നിവയുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം ശ്രദ്ധിക്കൂ.

Cr - [Ar] $3d^5\ 4s^1$

Cu - [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$

ഇവയുടെ 3d സബ്ഷെല്ലിൽ യഥാക്രമം 5ഉം 10ഉം ഇലക്ട്രോണുകളാണുള്ളത്. ഇവയുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം യഥാക്രമം **[Ar]** $3d^4 4s^2$ എന്നും **[Ar]**$3d^9 4s^2$ എന്നുമാണു വരേണ്ടിയിരുന്നത്. d സബ്ഷെല്ലിന് പരമാവധി 10 ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയും. അതിനാൽ d^5, d^{10} എന്നിവ പകുതിനിറഞ്ഞതും (half filled), പൂർണ്ണമായി നിറഞ്ഞതുമായ (completely filled) സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമാണ്. ഇതു കൂടുതൽ സ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോൺക്രമീകരണത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇങ്ങനെ സ്ഥിരതയുള്ള സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം സ്വീകരിക്കുന്നതിനുവേണ്ടിയാണ് ക്രോമിയത്തിന്റെയും കോപ്പറിന്റെയും 4s സബ്ഷെല്ലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയ്ക്കാതെ ഒരെണ്ണം 3d സബ്ഷെല്ലിലേക്കു പോകുന്നത്.

പൊട്ടാസ്യത്തിലെ 19-ാമത്തെ ഇലക്ട്രോൺ 4s സബ്ഷെല്ലിൽ വന്നുചേരുന്നതിന്റെ കാരണം ബോധ്യപ്പെട്ടുവല്ലോ.

4s സബ്ഷെല്ലിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറഞ്ഞുകഴിഞ്ഞാൽ അടുത്ത ഇലക്ട്രോൺ ഏതു സബ്ഷെല്ലിലാണു പ്രവേശിക്കുന്നത്?

സ്കാൻഡിയത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം എഴുതിനോക്കാം.

$$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^1$$

വിവിധ സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്ന ക്രമം കണ്ടുപിടിക്കാൻ ചിത്രം 3.3 നിങ്ങളെ സഹായിക്കും. ഓരോ കോളത്തിലും മുകളിൽനിന്ന് താഴേക്ക് പോകുമ്പോൾ ക്രമമായി ഊർജം കൂടിവരുന്ന സബ്ഷെല്ലുകളാണ് കാണിച്ചിരിക്കുന്നത്.

1s							
	2s	2p					
		3s	3p	3d			
			4s	4p	4d	4f	
				5s	5p	5d	5f
					6s	6p	6d

ചിത്രം 3.3

ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുമ്പോൾ അതിനു തൊട്ട് മുന്നിലുള്ള ഉൽകൃഷ്ടവാതകത്തിന്റെ പ്രതീകം ബ്രായ്ക്കറ്റിൽ എഴുതിയതിനുശേഷം, ബാക്കി വരുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സബ്ഷെൽ വിന്യാസം എഴുതിയാൽ മതി.

ഉദാ:കാൽസ്യത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ എന്നതിനു പകരം $[Ar]\ 4s^2$ എന്നെഴുതിയാൽ മതിയാകും. ഇതുപോലെ സ്ക്കാൻഡിയത്തിനു ശേഷം വരുന്ന ചില മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതിനോക്കൂ.

മൂലകം	സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
$_{22}Ti$	$[Ar]\ 3d^2\ 4s^2$
$_{25}Mn$	
$_{27}Co$	
$_{30}Zn$	
$_{31}Ga$	

പട്ടിക 3.3

പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ ബ്ലോക്കുകൾ

ആധുനിക പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ മൂലകങ്ങളെ പതിനെട്ടു ഗ്രൂപ്പുകളായി തിരിച്ചിരിക്കുന്നത് അവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ്. ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾ വിവിധ സബ്ഷെല്ലുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നു. ഇതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ മൂലകങ്ങളെ വ്യത്യസ്ത ബ്ലോക്കുകളായി തിരിച്ചിരിക്കുന്നതു ശ്രദ്ധിക്കുക.

s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

ഒന്നാമത്തെയും രണ്ടാമത്തെയും ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതിനോക്കൂ.

s - ബ്ലോക്ക്

p - ബ്ലോക്ക്

d - ബ്ലോക്ക്

1.0 H hydrogen 1																	4.0 He helium 2
7.0 Li lithium 3	9.0 Be beryllium 4											10.8 B boron 5	12.0 C carbon 6	14.0 N nitrogen 7	16.0 O oxygen 8	19.0 F fluorine 9	20.2 Ne neon 10
23.0 Na sodium 11	24.3 Mg magnesium 12											27.0 Al aluminium 13	28.0 Si silicon 14	31.0 P phosphorus 15	32.0 S sulphur 16	35.5 Cl chlorine 17	40.0 Ar argon 18
39.0 K potassium 19	40.0 Ca calcium 20	45.0 Sc scandium 21	47.9 Ti titanium 22	51.0 V vanadium 23	52.0 Cr chromium 24	55.0 Mn manganese 25	55.8 Fe iron 26	59.0 Co cobalt 27	58.7 Ni nickel 28	63.5 Cu copper 29	65.4 Zn zinc 30	69.7 Ga gallium 31	72.6 Ge germanium 32	75.0 As arsenic 33	79.0 Se selenium 34	80.0 Br bromine 35	83.8 Kr krypton 36
85.5 Rb rubidium 37	87.6 Sr strontium 38	88.9 Y yttrium 39	91.2 Zr zirconium 40	93.0 Nb niobium 41	96.0 Mo molybdenum 42	Tc technetium 43	101.7 Ru ruthenium 44	103.0 Rh rhodium 45	106.4 Pd palladium 46	107.9 Ag silver 47	112.4 Cd cadmium 48	114.8 In indium 49	118.7 Sn tin 50	121.8 Sb antimony 51	127.6 Te tellurium 52	127.0 I iodine 53	131.3 Xe xenon 54
132.9 Cs caesium 55	137.3 Ba barium 56		178.5 Hf hafnium 72	181.0 Ta tantalum 73	183.9 W tungsten 74	186.2 Re rhenium 75	190.2 Os osmium 76	192.2 Ir iridium 77	195.0 Pt platinum 78	197.0 Au gold 79	200.6 Hg mercury 80	204.4 Tl thallium 81	207.2 Pb lead 82	Bi bismuth 83	Po polonium 84	At astatine 85	Rn radon 86
Fr francium 87	226.0 Ra radium 88		Rf rutherfordium 104	Db dubnium 105	Sg seaborgium 106	Bh bohrium 107	Hs hassium 108	Mt meitnerium 109	Ds Darmstadtium 110	Uuu unununium 111	Uub ununbium 112						

f - ബ്ലോക്ക്

Lanthanides	138.9 La lanthanum 57	140.1 Ce cerium 58	140.9 Pr praseodymium 59	144.2 Nd neodymium 60	Pm promethium 61	150.4 Sm samarium 62	152.0 Eu europium 63	157.3 Gd gadolinium 64	158.9 Tb terbium 65	162.5 Dy dysprosium 66	164.9 Ho holmium 67	167.3 Er erbium 68	168.9 Tm thulium 69	173.0 Yb ytterbium 70	175.0 Lu lutetium 71
Actinides	227.0 Ac actinium 89	232.0 Th thorium 90	231.0 Pa protactinium 91	238.0 U uranium 92	237 Np neptunium 93	Pu plutonium 94	Am americium 95	Cm curium 96	Bk berkelium 97	Cf californium 98	Es einsteinium 99	Fm fermium 100	Md mendelevium 101	No nobelium 102	Lr lawrencium 103

Group - 1	Group - 2
Li – [He] $2s^1$	Be - [He]$2s^2$
Na – [Ne] $3s^1$	Mg - [Ne] $3s^2$
K - [Ar] $4s^1$	Ca - [Ar] $4s^2$
Rb................	Sr................
Cs................	Ba................
Fr................	Ra................

പട്ടിക 3.5

ഏറ്റവും അവസാനത്തെ ഇലക്ട്രോൺ വന്നു ചേരുന്നത് ഏതു സബ്ഷെല്ലിലാണ്? ഇവയെ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ എന്നു വിളിക്കാനുള്ള കാരണം വ്യക്തമായല്ലോ. 13 മുതൽ 18 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതി ഇവയെ p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ എന്നു വിളിക്കാനുള്ള കാരണം കണ്ടെത്തി സയൻസ് ഡയറിയിൽ രേഖപ്പെടുത്തുക.

തന്നിരിക്കുന്ന പട്ടിക 3.6-ലെ മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതി s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടു താഴെ പറയുന്നവ കണ്ടെത്തുക.

- മുഖ്യ ഊർജനിലകളുടെ എണ്ണവും പീരിയഡ് നമ്പറും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം
- ബാഹ്യതമഷെല്ലിന്റെ നമ്പറും പീരിയഡ് നമ്പറും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം.
- ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും ഗ്രൂപ്പ് നമ്പറും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം.
- ***s, p*** ബ്ലോക്കുകളിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹ അലോഹ സ്വഭാവം.

s, p ബ്ലോക്കുകളിലെ മറ്റു മൂലകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിലും പ്രവണതകൾ ഇതേപോലെ തന്നെയാണോ എന്ന് കണ്ടെത്തുക.

s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളെ പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ എന്ന് വിളിക്കാനുള്ള കാരണം എന്തായിരിക്കുമെന്ന് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സൂചകങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചർച്ച ചെയ്യൂ.

മൂലകം	K	L		M			N			
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
$_{11}Na$										
$_{12}Mg$										
$_{13}Al$										
$_{14}Si$										
$_{15}P$										
$_{16}S$										
$_{17}Cl$										
$_{18}Ar$										

പട്ടിക 3.6

- ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകൾ
- ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ഉപലോഹങ്ങൾ, ഖരാവസ്ഥയിലുള്ളവ, ദ്രാവകാവസ്ഥയിലുള്ളവ, വാതകാവസ്ഥയിലുള്ളവ.

നിഗമനങ്ങൾ സയൻസ് ഡയറിയിൽ എഴുതൂ.

d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

s ബ്ലോക്കിനും p ബ്ലോക്കിനും ഇടയിൽ വരുന്ന മൂലക ഗ്രൂപ്പുകൾ ഏതൊക്കെയെന്ന് പീരിയോഡിക് ടേബിൾ നോക്കി കണ്ടുപിടിക്കൂ. നാലാം പീരിയഡിലെ ചില മൂലകങ്ങളുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം താഴെ കൊടുക്കുന്നു.

Sc	**21**	**[Ar] $3d^1 4s^2$**
Ti	**22**	**[Ar] $3d^2 4s^2$**
V	**23**	**[Ar] $3d^3 4s^2$**
Mn	**25**	**[Ar] $3d^5 4s^2$**
Co	**27**	**[Ar] $3d^7 4s^2$**
Ni	**28**	**[Ar] $3d^8 4s^2$**
Zn	**30**	**[Ar] $3d^{10} 4s^2$**

- ഇവയിൽ ബാഹ്യതമഷെൽ ഏതാണ്?
- അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടന്നത് ഏത് ഷെല്ലിലാണ്? ഏതു സബ് ഷെല്ലിലാണ്?
- ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം എത്ര?
- ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ വരുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിലുള്ള പ്രത്യേകത എന്ത്?

മൂലകങ്ങളുടെ രാസഗുണങ്ങൾക്കു കാരണം അവയിലെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളാണല്ലോ. **'d'** ബ്ലോക്കു മൂലകങ്ങൾ തിരശ്ചീന സാദൃശ്യം കാണിക്കുന്നത് എന്തുകൊണ്ടാണെന്നു വ്യക്തമായില്ലേ. **'d'** ബ്ലോക്കു മൂലകങ്ങളെ സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ എന്നാണ് വിളിക്കുന്നത്.

സംക്രമണ മൂലകങ്ങളിൽ വളരെ പരിചിതമായ അയെണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

$FeCl_2$, $FeCl_3$ എന്നീ സംയുക്തങ്ങളിൽ അയെണിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ എഴുതുക.

$FeCl_2$ എന്ന സംയുക്തത്തിൽ അയെണിന് ഏത് സബ്ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളാണ് നഷ്ടപ്പെട്ടത്?

$FeCl_3$ എന്ന സംയുക്തം ഉണ്ടാകുമ്പോൾ 4s- സബ്ഷെല്ലിലെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്കൊപ്പം അതിനു തൊട്ടുള്ളിലെ **3d-** സബ്ഷെല്ലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളിൽ ഒന്നുകൂടി നഷ്ടപ്പെടുന്നു. ഇങ്ങനെ അയെണിന് മൂന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ നഷ്ടമാകുന്നു. **4s, 3d** സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജവ്യത്യാസം വളരെ കുറവായതിനാലാണ് ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്. അതിനാൽ അയെണിന് വ്യത്യസ്തമായ രണ്ട് ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ ഉണ്ട്. സിങ്ക് ഒഴികെയുള്ള എല്ലാ സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾക്കും വ്യത്യസ്ത ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ ഉണ്ട്.

ഉദാഹരണമായി, മാംഗനീസിന്റെ ചില സംയുക്തങ്ങളുടെ രാസസൂത്രങ്ങൾ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഓരോന്നിലെയും മാംഗനീസിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ കണക്കാക്കുക.

$MnCl_2$, MnO_2, Mn_2O_4, Mn_2O_7

മാംഗനീസിന്റെ അറ്റോമിക സംഖ്യ ഇരുപത്തിയഞ്ച് ആണ്. ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക. മാംഗനീസിന്റെ വ്യത്യസ്ത ഓക്സീകരണാവസ്ഥയ്ക്കു കാരണം പറയാമോ?

താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പട്ടിക പരിശോധിക്കുക.

സംയുക്തങ്ങൾ	നിറം
കോപ്പർ സൾഫേറ്റ്	നീല
സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്	നിറമില്ല
പൊട്ടാസിയം ഡൈക്രോമേറ്റ്	ഓറഞ്ച്
പൊട്ടാസിയം നൈട്രേറ്റ്	നിറമില്ല
പൊട്ടാസ്യം പെർമാൻഗനേറ്റ്	വയലറ്റ്
കാൽസിയം ക്ലോറൈഡ്	നിറമില്ല
കൊബാൾട്ട് ക്ലോറൈഡ്	നീല
കോപ്പർ ക്ലോറൈഡ്	പച്ച
ഫെറസ് സൾഫേറ്റ്	പച്ച
കാൽസിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്	നിറമില്ല
തോറിയം ഓക്സയിഡ്	നിറമില്ല
സീറിയം സൾഫേറ്റ്	നിറമില്ല

പട്ടിക 3.7

ഏതെല്ലാം ലോഹങ്ങൾക്കാണു നിറമുള്ള സംയുക്തം ഉണ്ടാകുന്നത്? ഇവ ഏതു ബ്ലോക്കിൽ പെടുന്നു? **d**-ബ്ലോക്കു മൂലകങ്ങളുടെ പ്രത്യേകത ലിസ്റ്റു ചെയ്യുക.

d-block മൂലകങ്ങൾ **s, p** ബ്ലോക്കു മൂലകങ്ങളുമായി എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്നു കാണിക്കുന്ന കുറിപ്പു തയാറാക്കി ക്ലാസ്സിൽ അവതരിപ്പിക്കൂ.

f – ബ്ലോക്കു മൂലകങ്ങൾ

പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ ലാൻഥനോണുകളേയും ആക്ടിനോണുകളേയും നിങ്ങൾ മുമ്പു പരിചയപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടല്ലോ. അറ്റോമിക നമ്പർ 61, 94 വരുന്ന മൂലകങ്ങൾ ഏവ? ഇവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതി നോക്കൂ. ഇവയിൽ അവസാനത്തെ ഇലക്ട്രോൺ വന്നു ചേരുന്നത് അവയിലെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിനു തൊട്ടു പിന്നിലുള്ള ഷെല്ലിനും ഉള്ളിലുള്ള ഷെല്ലിലെ (ante penultimate shell) f സബ് ഷെല്ലിലാണ്. അപ്പോൾ f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ ഏതാണെന്നു ബോധ്യപ്പെടുമല്ലോ?

ആധുനിക പീരിയോഡിക് ടേബിളിന്റെ സഹായത്തോടെ താഴെ പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ കണ്ടെത്തി സയൻസ് ഡയറിയിൽ കുറിക്കൂ.

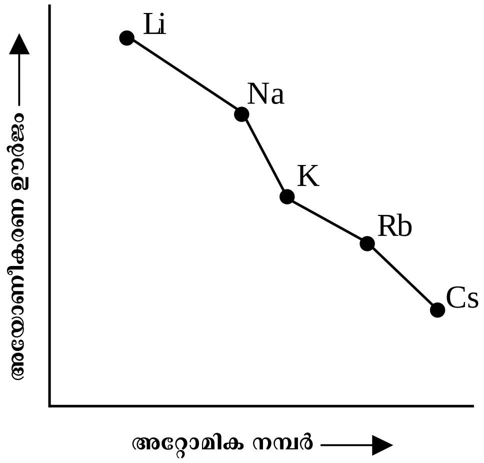
- ഗ്രൂപ്പുകളുടെ എണ്ണം
- പീരിയഡുകളുടെ എണ്ണം
- **s, p, d, f** ബ്ലോക്കുകളിൽ ഓരോന്നിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ എണ്ണം
- ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം **[Rn] $7s^2$ $5f^5$** എങ്കിൽ ഇത് ഏതു ബ്ലോക്കിൽ പെടുന്നു. ഈ മൂലകത്തിന്റെ പീരിയഡ് നമ്പറും ഗ്രൂപ്പ് നമ്പറും എത്ര?

അയോണീകരണ ഊർജം

പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ, ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പത്തിന് പീരിയഡിലും ഗ്രൂപ്പിലും ഉള്ള മാറ്റങ്ങൾ നിങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കൂടുന്തോറും ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലേക്കുള്ള അകലം കൂടുമല്ലോ? ആറ്റത്തിലെ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസ്സ് ഇലക്ട്രോണുകളെ ആകർഷിക്കുന്നുണ്ട്. അതിനാൽ വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു സ്വതന്ത്ര ആറ്റത്തിന്റെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകളെ നീക്കം ചെയ്യണമെങ്കിൽ ഇവയെ ന്യൂക്ലിയസ്സിന്റെ ആകർഷണവലയത്തിൽ നിന്നു പുറത്തുകൊണ്ടു വരണം. ഇതിന് ഒരു നിശ്ചിത അളവ് ഊർജം നൽകേണ്ടതുണ്ട്. ഇതിനെ **അയോണീകരണ ഊർജം** (ionisation energy) എന്നു പറയുന്നു.

അയോണീകരണ ഊർജവും ആറ്റത്തിന്റെ വലുപ്പവും തമ്മിൽ എങ്ങനെ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്ന് താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഗ്രാഫ് വിശകലനം ചെയ്ത് കണ്ടെത്തൂ.

- ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ടു വരുമ്പോൾ അയോണീകരണ ഊർജം കൂടുമോ? കുറയുമോ?



ചിത്രം 3.4

- അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകം ഏത്? ഇത് ഏത് പീരിയഡിൽ വരുന്നു?
- അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂലകം ഏത്? ഇത് ഏതു പീരിയഡിൽ വരുന്നു?
- അയോണീകരണ ഊർജവും ലോഹീയസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം എന്ത്?

ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ടു വരുന്തോറും അയോണീകരണ ഊർജം കുറയാനുള്ള കാരണം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന വസ്തുതകൾ പരിഗണിച്ചു കൊണ്ട് ചർച്ച ചെയ്യൂ.

- ഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണം
- ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം
- ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ മേൽ ന്യൂക്ലിയസ്സിനുള്ള ആകർഷണബലം.

ഇനി ഒരു പീരിയഡിൽ അയോണീകരണ ഊർജം എങ്ങനെ മാറുന്നുവെന്നു നോക്കാം. മൂന്നാം പീരിയഡിൽ വരുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ ഊർജം പട്ടികയിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഗ്രാഫ് ചിത്രീകരിച്ച് താഴെ പറയുന്നവ കണ്ടെത്തൂ.

മൂലകം	അയോണീകരണ ഊർജം KJ/mol
$_{11}Na$	502
$_{12}Mg$	744
$_{13}Al$	584
$_{14}Si$	792
$_{15}P$	1020
$_{16}S$	1010
$_{17}Cl$	1260
$_{18}Ar$	1530

പട്ടിക 3.5

- പീരിയഡിൽ അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റെ മാറ്റം ഏതു ക്രമത്തിൽ ആയിരിക്കും? ആറ്റോമിക നമ്പർ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുമോ കുറയുമോ?
- അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകം ഏതാണ്? ഇത് ഏതു ഗ്രൂപ്പിൽ വരുന്നു? ഇത് ലോഹമോ അലോഹമോ?
- അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂലകം ഏതാണ്? ഇത് ഏത് ഗ്രൂപ്പിൽ വരുന്നു? ഇത് ലോഹമോ? അലോഹമോ?

ആറ്റോമിക നമ്പർ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഓരോ പീരിയഡിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ ഊർജം കൂടി വരുന്നതിന്റെ കാരണം താഴെ പറയുന്നവയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി വിശകലനം ചെയ്യുക.

- ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിലുള്ള മാറ്റം.
- ഒരേ ഷെല്ലിൽ തന്നെ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്നു.
- ആറ്റത്തിന്റെ വലുപ്പത്തിൽ വരുന്ന മാറ്റം.
- ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണിനുമേൽ ന്യൂക്ലിയസ്സിന്റെ ആകർഷണബലം

ആറ്റം ഘടനയും രാസസ്വഭാവവും

മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റം ഘടനയും രാസസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധമാണു പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ മൂലകങ്ങളുടെ വിന്യാസത്തിനാധാരം എന്നു വ്യക്തമായല്ലോ? ഓരോ മൂലകങ്ങളുടെയും ആറ്റം ഘടനയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ് ഗ്രൂപ്പുകളായി തരം തിരിച്ചിരിക്കുന്നത്.

ഗ്രൂപ്പ് **1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18** ഇവയിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും രാസസ്വഭാവത്തിലുള്ള വ്യത്യാസവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം വിശദീകരിക്കുക.

ഉദാഹരണം : ഗ്രൂപ്പ് 1 ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ

Li $1s^2\ 2s^1$

Na $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

K $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3\ 3p^6\ 4s^1$

- ഈ മൂലകങ്ങളുടെ താഴ്ന്ന അയോണീകരണ ഊർജം മൂലം ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ പെട്ടെന്ന് നീക്കം ചെയ്യാനാവും.

താഴെ പറയുന്ന സ്വഭാവങ്ങൾ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കുക.

- 1+ ചാർജുള്ള അയോൺ രൂപീകരിക്കുന്നു.
- അയോണിക സംയുക്തങ്ങളുണ്ടാക്കുന്നു.
- അതീവ ക്രിയാശീലം പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു.
- ലോഹസ്വഭാവം വളരെ കൂടുതലാണ്.

മറ്റു ഗ്രൂപ്പു മൂലകങ്ങളുടെ സവിശേഷതകളെ അവയുടെ പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ സ്ഥാനം, ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എന്നിവയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി സയൻസ് ഡയറിയിൽ ഒരു കുറിപ്പു തയാറാക്കൂ.

സംഗ്രഹം

- **ഒരു മുഖ്യ ഊർജനിലയിലുള്ള ഉപഊർജനിലകളാണ് സബ്ഷെല്ലുകൾ. ഇവയെ s, p, d, f എന്ന് നാമകരണം ചെയ്തിരിക്കുന്നു.**
- **ഓരോ സബ്ഷെല്ലിലും ഉൾക്കൊള്ളാവുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം s-2, p-6, d-10, f-14 എന്നിങ്ങനെയാണ്.**
- **സബ്ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജം കൂടിവരുന്ന ക്രമത്തിലാണ് ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്നത്**
- **ഓരോ മൂലക ആറ്റത്തിന്റെയും അവസാന ഇലക്ട്രോൺ ഏതു സബ്ഷെല്ലിൽ വന്നുചേരുന്നു എന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മൂലകങ്ങളെ s, p, d, f ബ്ലോക്കുകളായി തിരിച്ചിരിക്കുന്നു.**
- **ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകൾ പൂർണമായും അനുസരിക്കുന്ന s, p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ എല്ലാ വിഭാഗത്തിലെയും മൂലകങ്ങളെയും പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നതുകൊണ്ട് ഇവയെ പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ എന്നു വിളിക്കുന്നു.**
- **വാതകാവസ്ഥയിലെ ഒരു സ്വതന്ത്ര ആറ്റത്തിലെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽനിന്ന് ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യാൻ ആവശ്യമായ ഊർജമാണ് അയോണീകരണ ഊർജം.**
- **ഗ്രൂപ്പിൽ താഴോട്ടു പോകുന്തോറും അയോണീകരണ ഊർജം കുറയുന്നു. പീരിയഡിൽ ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തോട്ടു നീങ്ങുമ്പോൾ അയോണീകരണ ഊർജം കൂടുന്നു.**

തുടർപ്രവർത്തനങ്ങൾ

1. പീരിയോഡിക് ടേബിളിന്റെ ഒരു ഭാഗമാണ് ചിത്രത്തിൽ

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cal	Ar

   a. അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂലകം ഏത്?

   b. അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകമേത്?

2. പീരിയോഡിക് ടേബിൾ പരിശോധിച്ച് അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകം, കുറഞ്ഞ മൂലകം, അവയുടെ സ്ഥാനം ഇവ കണ്ടെത്തുക. നിങ്ങളുടെ കണ്ടെത്തൽ വിശദീകരിക്കുക.

3. പീരിയോഡിക് ടേബിളിന്റെ മാതൃക വരച്ച് വിവിധ ബ്ലോക്കുകൾക്ക് പ്രത്യേക നിറം നല്കി സയൻസ് ഡയറിയിൽ ഒട്ടിക്കുക.

4. **$[Ne]3s^1$ $[Ne]3s^2 3p^4$ $[Ar]4s^2 3d^1$**

ഈ മൂലകങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് താഴെ പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ കണ്ടെത്തുക.

- മൂലകത്തിന്റെ പേര്
- ആറ്റോമിക നമ്പർ
- സബ്ഷെൽ ക്രമത്തിലുള്ള പൂർണമായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
- പീരിയഡ്
- ഗ്രൂപ്പ്
- ബ്ലോക്ക്
- ലോഹമാണോ? അലോഹമാണോ?

5. ശരിയല്ലാത്ത സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം കണ്ടെത്താമോ?

$3s^1, 2d^5, 3p^6, 3f^5, 2p^7, 3d^{10}, 4s^3$

6. ഒരു ആറ്റത്തിൽ 24 ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. താഴെ പറയുന്നവ കണ്ടെത്തുക.

- ആറ്റോമിക നമ്പർ
- മൂലകത്തിന്റെ പേര്
- സബ്ഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണം
- **s** ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം
- പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ ഗ്രൂപ്പ്, പീരിയഡ്, ബ്ലോക്ക്.

7. നിക്കലിന്റെയും കോപ്പറിന്റെയും ആറ്റോമിക നമ്പർ യഥാക്രമം 28, 29 ആണ്. താഴെപ്പറയുന്നവയുടെ സബ്ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

   1. Cu^{2+} -

   2. Cu^{+} -

   3. Ni^{2+} -

8. തെറ്റായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം കണ്ടെത്തുക.

$1s^2\ 2s^2\ 3s^1$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2$

$1s^2\ 2s^2$

9. താഴെപ്പറയുന്നവയിൽ ഏതാണ് ഒരു പീരിയഡിൽ വരുന്ന അയോണീകരണ ഊർജം കൂടിയ മൂലകങ്ങൾ?

   1. ഹാലജനുകൾ

   2. ഉൽകൃഷ്ട മൂലകങ്ങൾ

   3. ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ

   4. സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ

- ചില മൂലക കുടുംബങ്ങളുടെ പൊതുവായ ബാഹ്യതമ ഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. മൂലക കുടുംബം ഏതെന്നു കണ്ടെത്താമോ?

  1. $ns^2 np^3$

  2. ns^1

  3. $ns^2 np^5$

  4. $ns^2 np^1$

10. ചില മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം തന്നിരിക്കുന്നു.

    $ns^2 np^1$

    ns^2np^4

    ns^2np^5

താഴെ പറയുന്നവയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം തെരഞ്ഞെടുത്ത് എഴുതുക.

- **ഇലക്ട്രോൺ നെഗറ്റിവിറ്റി ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകം?**
- **അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂലകം?**
- **ഓക്സിജൻ കുടുംബത്തിൽ വരുന്ന മൂലകം?**

11. A, B, C എന്നീ മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റോമിക നമ്പർ യഥാക്രമം Z-1, Z, Z+1 എന്നാണ്. B ഒരു അലസവാതകമാണ് (ഹീലിയം അല്ല). താഴെ പറയുന്ന ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഉത്തരമെഴുതുക.

- **Aയുടെയും Cയുടെയും ഗ്രൂപ്പ് പ്രവചിക്കുക.**
- **അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കൂടിയ മൂലകം ഏത്? എന്തുകൊണ്ട്?**
- **അയോണീകരണ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂലകം ഏത്? എന്തുകൊണ്ട്?**

12. ഒരു പീരിയഡിലെ ചില മൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ ഊർജം താഴെ കൊടുക്കുന്നു. ഇതിൽ ഒന്ന് അലസവാതകത്തിന്റേതാണ്. മൂലകങ്ങളെ റോമൻ നമ്പറിൽ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നു.

I	-	**2372 kJ/mole**
II	-	**520 kJ/mole**
III	-	**900 kJ/mole**
IV	-	**1680 kJ/mole**

മുകളിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ

a. ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹം ഏത്?

b. ക്രിയാശീലം കൂടിയ അലോഹം ഏത്?

c. അലസവാതകം ഏത്?

d. പീരിയോഡിക് ടേബിളിൽ ഇടത്തുനിന്നും വലത്തോട്ടു വരുന്ന ക്രമത്തിൽ ഈ മൂലകങ്ങളെ ക്രമീകരിക്കുക.

••••••